UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI
FACULTE DES SCIENCES

Année : 2014/2015
Filière : SMPC(S1)

MODULE D'ATOMISTIQUE
SERIE N° 1

Exercice I

1/ Trouver le nombre d'atome contenu dans 180 mg d'argent.

2/ Lequel des échantillons suivants contient le plus de cuivre : 3g de Cu ; 0,05 atomes gramme de Cu ou 4 .10^{22} atomes de Cu.

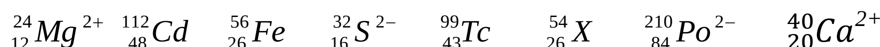
3/ Parmi les échantillons suivants, quel est celui qui contient le plus grand nombre d'atomes : 1g de zinc(Zn) ; 1g d'ammoniac(NH_3) ou 1g de benzène(C_6H_6).

On donne les masses molaires : Ag=107,87g; Cu=63,54g; Zn=65,4g; N=14g; H=1g; C=12g.

Le nombre d'Avogadro est N=6,023 10^{23}.

Exercice II

1/ Indiquer le nombre de protons, neutrons et électrons que possèdent les atomes ou les ions suivants :



2/ Quel est le symbole de X

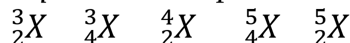
3/ Quels sont, parmi ces éléments, ceux qui sont iso électroniques et ceux qui sont isotopes.

Exercice III

1/ Donner la constitution des noyaux des éléments suivants :



2/ Parmi ces éléments indiquer ceux qui sont isotopes :



Exercice IV

Les masses molaires du plomb (Z=82) et de l'hydrogène (Z=1) sont respectivement 207,2 et 1,008 g. Calculer le rapport des masses des électrons à celle de l'atome dans les deux cas. Conclusion? La masse du plomb (Z=82) est 207,2 g/mole. On donne : m_e=9,11 10^{-31} Kg et N=6,023 10^{23}.

Exercice V

Le chlore naturel est formé de deux isotopes. Sa masse atomique est de 35,459 g. Déterminer le pourcentage de chaque isotope.

Isotopes	*Masse molaire en g*	*Pourcentage*
^{35}Cl	*34,9674*	P_1
^{37}Cl	*36,4652*	P_2

Exercice VI

Le cuivre naturel est composé de deux isotopes stables de masses molaires respectives 62,929 g/mole et 64,927 g/mole. Le numéro atomique du cuivre est Z=29.

1/ Indiquer la composition des deux isotopes.

2/ Sachant que la masse molaire du mélange isotopique naturel est de 63,54 g/mole, calculer l'abondance des deux isotopes.

Exercice VII

Le brome possède seulement deux isotopes stables. L'isotope le plus abondant est ^{79}Br dont l'abondance naturelle est de 50,5%. La masse molaire du Brome naturel est de 79,91 g/mole Quel est l'autre isotope stable du brome ?

Exercice VIII

Le magnésium possède 3 isotopes naturels de masses atomiques 24 ; 25 et 26 g et de pourcentage P (^{24}Mg) = 78,6 %, P (^{25}Mg) = 10,1 % et P (^{26}Mg) = 11,3 %.

1/ Déduire une valeur approchée de la masse molaire de Mg.

2/ Le nombre d'électron de Mg^{2+} est 10. Donner le numéro atomique Z et le nombre de neutron de l'élément ^{25}Mg.

UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI — **Année : 2014/2015**
FACULTE DES SCIENCES — **Filière : SMPC(S1)**

MODULE D'ATOMISTIQUE
SERIE N° 2

Exercice I

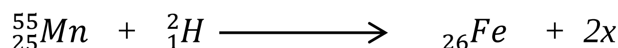
1/ L'énergie de liaison par nucléon est couramment exprimée en Mev. Calculer l'équivalent de cette unité en joule et en Kcal.
2/ Exprimer en Mev l'équivalent énergétique de l'unité de masse atomique et l'équivalent énergétique de la masse de l'électron.
3/ Calculer en Mev l'énergie de liaison par nucléon de l'atome de tritium sachant que la masse du proton est 1,0072 u.m.a, la masse du neutron est 1,0087 u.m.a et la masse du noyau du tritium est 3,0165 u.m.a. On donne N=6,023.1023.

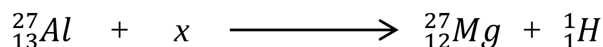
Exercice II

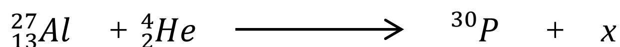
Le noyau de l'atome de Lithium est formé de 4 neutrons et 3 protons. Calculer en u.m.a la masse théorique de ce noyau, la comparer à sa valeur réelle de 7,01601 u.m.a et calculer l'énergie de cohésion de ce noyau en J et en Mev.
Données : m_p =1,00727 u.m.a ; m_n =1,00866 u.m.a ; c =3 10^8 m/s ; N =6,023 10^{23}

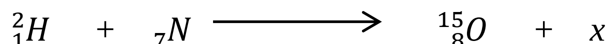
ExerciceIII

Equilibrer les réactions suivantes et déterminer la nature de x :


$${}^{55}_{25}Mn + {}^{2}_{1}H \longrightarrow {}_{26}Fe + 2x$$


$${}^{27}_{13}Al + x \longrightarrow {}^{27}_{12}Mg + {}^{1}_{1}H$$


$${}^{27}_{13}Al + {}^{4}_{2}He \longrightarrow {}^{30}P + x$$

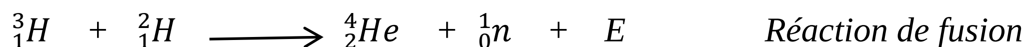

$${}^{2}_{1}H + {}_{7}N \longrightarrow {}^{15}_{8}O + x$$

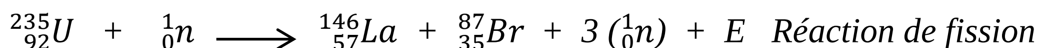
Exercice IV

Un gramme de thorium c (${}^{212}_{83}Bi$) émetteur α donne 928.10^{18} désintégrations en 34,5 mn. Quelle est sa période.

Exercice V

Soient les deux réactions :


$${}^{3}_{1}H + {}^{2}_{1}H \longrightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{1}_{0}n + E \quad \text{Réaction de fusion}$$


$${}^{235}_{92}U + {}^{1}_{0}n \longrightarrow {}^{146}_{57}La + {}^{87}_{35}Br + 3\,({}^{1}_{0}n) + E \quad \text{Réaction de fission}$$

1/ calculer, en Mev, l'énergie libérée par la réaction de fusion.
2/ calculer, en Mev, l'énergie libérée par la réaction de fission.
3/ Comparer ces deux valeurs. Conclusion.
Les masses des différents atomes exprimées en u.m.a sont :
m (${}^{3}_{1}H$) = 3,01604 ; m (${}^{2}_{1}H$) = 2,01410 ; m (${}^{146}_{57}La$) = 145,943 ; m (${}^{235}_{92}U$) = 235,044 ; m (${}^{4}_{2}He$) = 4,00250 ; m(${}^{87}_{35}Br$) = 86,912 ; m (${}^{1}_{0}n$) = 1.0087

UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI *Année 2014/2015*
FACULTE DES SCIENCES *SMPC(S1)*

MODULE D'ATOMISTIQUE
SERIE N° 3

Exercice I

Calculer pour une radiation de longueur d'onde 315 nm, sa fréquence, son nombre d'onde ainsi que l'énergie transportée par un photon de cette radiation.
On donne $c = 3\ 10^8$ *m/s et* $h = 6{,}62\ 10^{-34}$ *j.s.*

Exercice II

1/ Le spectre de l'atome d'hydrogène comporte une raie violette correspondant à une longueur d'onde de 410,5 nm, appartenant à la série de Balmer.
a) Calculer son énergie en ev.
b) A quelle transition électronique de m à n cette raie est associée.
2/ On considère maintenant l'atome d'hydrogène dans l'état excité n=4.
a) Quelle est l'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène dans cet état excité.
b) Représenter sur un schéma toutes les transitions d'émission possibles.
c) Calculer la plus petite et la plus grande longueur d'onde relative à la série de Lyman.
On donne $R_H=1{,}097\ 10^7\ m^{-1}$.

Exercice III

Une des raies de la série de Balmer de l'atome d'hydrogène a une longueur d'onde de 4861,8A°.
a) A quelle transition correspond cette raie ?
b) Quelle est la longueur d'onde du rayonnement correspondant à la même transition dans le cas de l'hydrogenoide He^+.
c) Calculer la constante de Rydberg pour l'ion hydrogenoide He^+.
d) En utilisant la théorie de Bohr, calculer l'énergie de la deuxième ionisation de l'hélium et de la troisième ionisation du lithium.

Exercice IV

Si un atome d'hydrogène dans l'état fondamental absorbe un photon de longueur d'onde λ_1 *puis émet un photon de longueur d'onde* λ_2, *sur quel niveau l'électron se trouvera-t-il après cette émission.*
$\lambda_1=97{,}28$ nm ; $\lambda_2=1879$ nm et $R_H=1{,}097\ 10^7\ m^{-1}$.

Exercice V

On considère l'ion hydrogénoide ${}_8O^{x+}$.
1) Donner la valeur de x.
2) Calculer en ev l'énergie minimale d'excitation de l'ion ${}_8O^{x+}$.
3) Calculer l'énergie d'ionisation de ${}_8O^{x+}$ *à partir de son* $2^{ème}$ *état excité.*

Exercice VI

Dans le cas de l'hydrogénoide ${}_4Be^{3+}$ *déterminer :*
1) L'énergie nécessaire pour une transition de l'état fondamental au $2^{ème}$ *état excité.*
2) L'énergie nécessaire pour ioniser l'ion à partir du $3^{ème}$ *état excité.*
3) La plus petite fréquence de la radiation de le série de Balmer du spectre d'émission.

UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI **Année 2014/2015**
FACULTE DES SCIENCES **Filière SMPC**

MODULE D'ATOMISTIQUE
SERIE N° 4

Exercice I

Etablir l'expression de l'équation de schrodinger pour les systèmes suivants :

a) *L'atome d'hydrogène.*
b) *L'ion $_2He^+$.*
c) *L'ion $_3Li^+$.*

Exercice II

La fonction d'onde de l'atome d'hydrogène à l'état fondamental est $\Psi_{1s} = A\ e^{-r/a}$ avec a=0,53 A°
Déterminer :

a) *La constante A.*
b) *La probabilité de trouver l'électron par rapport au noyau entre r et r+dr.*
c) *La représentation graphique de dP/dr en fonction de r.*
On donne : $\int_0^\infty x^2 e^{-x}\, dx = 2$.

Exercice III

L'orbitale $2p_z$ est décrite par la fonction Ψ_{2pz} telle que :

$$\Psi_{2pz} = 1/4\sqrt{2\pi a^3}\ .r/a\ .\ e^{-r/2a}\ .\cos\theta$$

a) *Donner l'expression de la densité électronique $D(M_z)$ le long de l'axe oz en fonction de r. Montrer qu'elle est maximale pour r = 2a.*
b) *Pour r = 2a, exprimer la densité électronique D(M) d'un point M à l'extérieur de l'axe oz.*

Exercice IV

a) *Quelles sont les valeurs des nombres quantiques n, l et m caractéristiques des orbitales atomiques : 2s, 2p, 3p, 3d, 4d, 4f.*
b) *Déterminer les différentes orbitales correspondant à n = 2.*
c) *Combien existe-t-il d'orbitales d ?*

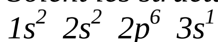
Exercice V

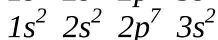
Classer par ordre croissant de leurs énergies les électrons d'un même atome définis par les valeurs suivantes de leurs nombres quantiques. Identifier les sous couches auxquelles ils appartiennent.

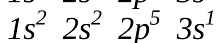
a) n = 2 ; l = 1 ; m = 0 ; s = +1/2.
b) n = 3 ; l = 0 ; m = 0 ; s = -1/2.
c) n = 2 ; l = 1 ; m = 1 ; s = -1/2.
d) n = 2 ; l = 0 ; m = 0 ; s = +1/2.
e) n = 2 ; l = 1 ; m = -1 ; s = +1/2.

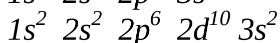
Exercice VI

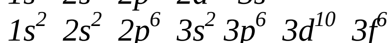
Soient les structures électroniques suivantes :


$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$


$1s^2\ 2s^2\ 2p^7\ 3s^2$


$1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$


$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2d^{10}\ 3s^2$


$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 3f^6$

Lesquelles parmi ces structures, celles qui sont à l'état fondamental, celles qui sont à l'état excité et celles qui sont inexactes.

UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI — **Année 2014/2015**
FACULTE DES SCIENCES — **Filière SMC/SMP**

MODULE D'ATOMISTIQUE
SERIE N° 5

Exercice I

1) Donner les valeurs des quatre nombres quantiques caractérisant chacun des électrons de $_{4}Be$ dans son état fondamental.

2) Ecrire à l'aide des cases quantiques, la configuration électronique de l'azote $_{7}N$ et du fluor $_{9}F$ à l'état fondamental.

3) Donner la configuration électronique des éléments suivants :



$_{11}Na$ $_{16}S^{2-}$ $_{20}Ca$ $_{24}Cr$ $_{26}Fe$ $_{29}Cu$ $_{30}Zn^{2+}$

Exercice II

Un élément X possède moins de 17 électrons. Quelles sont les configurations électroniques possibles correspondant à X dans les cas suivants:

1) X possède deux électrons célibataires.

2) X possède trois électrons célibataires.

Exercice III

Calculer le numéro atomique apparent Z^*_i pour :

1) Chaque électron de l'atome du Néon (Z=10).

2) L'électron le plus externe des éléments Si (Z=14), K (Z=19) et V (Z=23).

Exercice IV

Soit l'atome du soufre (Z=16), en utilisant la règle de Slater, déterminer l'énergie nécessaire (en ev) pour arracher deux électrons à S^{2-}.

Exercice V

Calculer l'énergie totale de l'atome du phosphore (Z=15).

Données : les valeurs des coefficients d'écran et celles de n*.

	1s	2s2p	3s3p	3d	4s4p	4d	4f	5s5p
1s	0,31							
2s2p	0,85	0,35						
3s3p	1	0,85	0,35					
3d	1	1	1	0,35				
4s4p	1	1	0,85	0,85	0,35			
4d	1	1	1	1	1	0,35		
4f	1	1	1	1	1	1	0,35	
5s5p	1	1	1	1	0,85	0,85	0,85	0,35

n	1	2	3	4	5
n*	1	2	3	3,7	4

UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI *Année : 2014/2015*
FACULTE DES SCIENCES *Filière : SMPC(S1)*

MODULE D'ATOMISTIQUE
CORRIGE DE LA SERIE N° 1

Exercice I

1/ Trouver le nombre d'atome contenu dans 180 mg d'argent.
2/ Lequel des échantillons suivants contient le plus de cuivre : 3g de Cu ; 0,05 atomes gramme de Cu ou 4 .10^{22} atomes de Cu.
3/ Parmi les échantillons suivants, quel est celui qui contient le plus grand nombre d'atomes : 1g de zinc(Zn) ; 1g d'ammoniac(NH_3) ou 1g de benzène(C_6H_6).
On donne les masses molaires en g/mole : Ag=107,87; Cu=63,54; Zn=65,4; N=14; H=1; C=12. Le nombre d'Avogadro est N=6,023 10^{23}.

Corrigé de l'exercice I

1/ Une mole d'argent renferme N atomes, donc :

$$107{,}87\ g \longrightarrow 6{,}023.10^{23}\ \text{atomes}$$
$$180.10^{-3}\ g \longrightarrow x\ \text{atomes}$$

D'où : $x = (180.\ 10^{-3} \times 6{,}023.\ 10^{23})/ 107{,}87 = 10^{21}$ *atomes.*

2/ Pour pouvoir comparer les trois quantités, il faut les exprimées avec la même unité, on prend la mole par exemple :

- *3 g de cuivre c'est 3/63,54= 0,047 mole d'atome.*
- *0,05 atome-gramme de cuivre c'est 0,05 mole d'atome.*
- *4. 10^{22} atomes de cuivre c'est $4.10^{22}/6{,}023.10^{23} = 0{,}66$ moles d'atomes.*

En comparant les trois échantillons on remarque que le 3ème avec 4.10^{22} atomes de Cu qui contient le plus de cuivre.

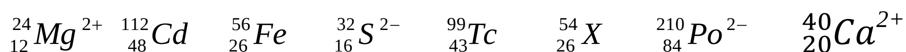
3/Déterminant la quantité molaire n dans chaque échantillon :

- *Zn : n = 1/65,4 = $1{,}53.10^{-2}$ mole d'atome.*
- *NH_3 : n = 1/17 = $5{,}9.10^{-2}$ mole de molécule.*
- *C_6H_6 : n = 1/78 = $1{,}28.10^{-2}$ mole de molécule.*

Pour NH_3 et C_6H_6 n représente un nombre de moles de molécule qu'il faut multiplier par le nombre d'atome.
Pour NH_3 on a : $4 \times 5{,}9.10^{-2} = 2{,}36.10^{-1}$ mole d'atome.
Pour C_6H_6 on a : $12 \times 1{,}28.10^{-2} = 1{,}54.10^{-1}$ mole d'atome.
Puisque l'échantillon d'ammoniac (NH_3) contient le plus grand nombre de mole, il contiendra donc le plus grand nombre d'atomes. D'où :
$X = 2{,}36.10^{-1} \times 6{,}023.10^{23} = 1{,}42.10^{23}$ *atomes.*

Exercice II

1/ Indiquer le nombre de protons, neutrons et électrons que possèdent les atomes ou les ions suivants :



$^{24}_{12}Mg^{2+}$ $^{112}_{48}Cd$ $^{56}_{26}Fe$ $^{32}_{16}S^{2-}$ $^{99}_{43}Tc$ $^{54}_{26}X$ $^{210}_{84}Po^{2-}$ $^{40}_{20}Ca^{2+}$

2/ Quel est le symbole de X

3/ Quels sont, parmi ces éléments, ceux qui sont isoélectroniques et ceux qui sont isotopes.

Corrigé de l'exercice II

1/ Chaque élément est représenté par : $^{A}_{Z}X$

X: symbole de l'élément

Z : numero atomique (nombre de protons)

A: nombre de masse (nombre de nucléons = protons + neutrons).

Eléments	*Protons*	*Neutrons*	*Electrons*
$^{24}_{12}Mg^{2+}$	12	12	12
$^{112}_{48}Cd$	48	64	48
$^{56}_{26}Fe$	26	30	26
$^{32}_{16}S^{2-}$	16	16	18
$^{99}_{43}Tc$	43	56	43
$^{54}_{26}X$	26	28	26
$^{210}_{84}Po^{2-}$	84	126	86
$^{40}_{20}Ca^{2+}$	20	20	18

2/ $^{54}_{26}X \longrightarrow$ *Z = 26 donc X =* $^{54}_{26}Fe$

*3/ *Deux éléments sont dits isoéléctroniques lorsqu'ils possèdent le même nombre d'électrons. D'après le tableau :* $^{32}_{16}S^{2-}$ *et* $^{40}_{20}Ca^{2+}$ *sont isoéléctroniques aves 18* e^- *chacun.*

**Deux éléments sont dits isotopes lorsqu'ils possèdent le même Z mais un A différent. D'après le tableau :* $^{56}_{26}Fe$ *et* $^{54}_{26}Fe$ *sont des isotopes de l'atome du fer.*

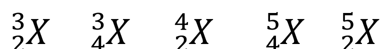
Exercice III

1/ Donner la constitution des noyaux des éléments suivants :



$^{32}_{16}S$ $^{39}_{19}\boldsymbol{K}$ $^{80}_{35}\boldsymbol{Br}$ $^{110}_{84}\boldsymbol{Po}$ $^{238}_{92}\boldsymbol{U}$

2/ Parmi ces éléments indiquer ceux qui sont isotopes :



$^{3}_{2}X$ $^{3}_{4}X$ $^{4}_{2}X$ $^{5}_{4}X$ $^{5}_{2}X$

Corrigé de l'exercice III

1/Les noyaux atomiques sont constitués de protons (particules chargée positivement) et de neutrons (particules sans charges).

Eléments	Protons	Neutrons
$^{32}_{16}S$	16	16
$^{39}_{19}K$	19	20
$^{210}_{84}Po$	84	126
$^{80}_{35}Br$	35	45
$^{238}_{92}U$	92	146

Attention : le noyau ne contient pas d'électron.

*2/ *Les éléments $^{3}_{2}X$, $^{4}_{2}X$ et $^{5}_{2}X$ ont le même nombre de protons et ils diffèrent par le nombre de neutrons, ils sont donc des isotopes.*

**Les éléments $^{3}_{4}X$ et $^{5}_{4}X$ eux aussi ont le même Z et le A différent mais ce ne sont pas des isotopes, l'élément $^{3}_{4}X$ n'existe pas car on a toujours A>Z.*

Exercice IV

Les masses molaires du plomb (Z=82) et de l'hydrogène (Z=1) sont respectivement 207,2 et 1,008 g. Calculer le rapport des masses des électrons à celle de l'atome dans les deux cas. Conclusion? La masse du plomb (Z=82) est 207,2 g/mole.
On donne : m_e=9,11. 10^{-31} Kg et N=6,023 10^{23}.

Corrigé de l'exercice IV

- *Pour le Plomb (Pb) on a : Z = 82 et M = 207,2 g/mole*

M = 207,2 g/mole implique que A = 207 et N = A – Z = 207 – 82 = 125

- *Masse des électrons :*
  m (des e^-) = Z x m (d'un seul e^-) = 82 x 9,11.10^{-31} = 7,5.10^{-29} Kg = 7,5.10^{-26} g

- *Masse de l'atome :*
  M = 207,2 g/mole ⟶ m(atome) = 207,2 u.m.a

  1 u.m.a = (1/N) g = 1/6,023.10^{23} = 1,66.10^{-24} g

  M (atome) = 207,2 x 1.66.10^{-24} = 3,44.10^{-22} g

D'où: $\frac{masse\ de\ l'atome\ du\ Pb}{masse\ de\ ses\ électrons}$ = 3,44.10^{-22} / 7,5.10^{-26} = 4586

- *Pour l'hydrogène (H) on a : Z = 1 et M = 1.008 g/mole*

M = 1,008 g/mole implique que A = 1 et N = A – Z = 1 – 1 = 0 (pas de neutrons)

- *Masse des électrons :*
  M(des e-) = Z x m(d'un e-) = 1 x $9{,}11.10^{-31} = 9{,}11.10^{-31}$ *Kg =* $9{,}11.10^{-28}$ *g*

- *Masse de l'atome :*
  M = 1,008 g/mole ⟶ m(atome) = 1,008 u.m.a

  1 u.m.a = (1/N)g = $1/6{,}023.10^{23} = 1{,}66.10^{-24}$ *g*

  M (atome) = 1,008 x $1{,}66.10^{-24} = 1{,}673.10^{-24}$ *g*

  D'où: $\frac{masse\ de\ l'atome\ d'H}{masse\ de\ ses\ électrons} = 1{,}673.10^{-24} / 9{,}11.10^{-28} = 1836$

Conclusion :
Pour les atomes lourds (comme Pb) ainsi que les atomes légers (comme H) la masse des électrons est toujours négligeable. La masse de l'atome est concentrée dans son noyau.

Exercice V

Le chlore naturel est formé de deux isotopes. Sa masse molaire est de 35,459 g. Déterminer le pourcentage de chaque isotope.

Isotopes	Masse molaire en g	Pourcentage
^{35}Cl	34,9674	P_1
^{37}Cl	36,4652	P_2

Corrigé de l'exercice V

La masse molaire d'un élément est calculée à partir de la relation suivante :

$$M = \sum M_i \times P_i/100$$

M_i *: la masse molaire de l'isotope i.*
Pi : le pourcentage de l'isotope i dans le mélange isotopique.

$$\begin{cases} M(Cl) = 34{,}9674 \times P_1/100 + 36{,}4652 \times P_2/100 = 35{,}459 \\ P_1 + P_2 = 100 \longrightarrow P_2 = 100 - P_1 \end{cases}$$

$35{,}459 \times 100 = 34{,}9674 \times P_1 + 36{,}4652 \times (100 - P_1)$

On trouve : $P_1 = 67{,}18\%$ *et* $P_2 = 32{,}82\%$

Exercice VI

Le cuivre naturel est composé de deux isotopes stables de masses molaires respectives 62,929 g/mole et 64,927 g/mole. Le numéro atomique du cuivre est Z=29.
1/ Indiquer la composition des deux isotopes.
2/ Sachant que la masse molaire du mélange isotopique naturel est de 63,54 g/mole, calculer l'abondance des deux isotopes.

Corrigé de l'exercice VI

1/ Le cuivre (Z = 29) possède deux isotopes :

- *Isotope 1 :*
  M_1 = 62,929 g/mole $\longrightarrow$ A_1 = 63 et N_1 = 34
  Donc il contient 29 protons, 29 électrons et 34 neutrons, c'est l'isotope $^{63}_{29}Cu$.

- *Isotope 2 :*
  M_2 = 64,927 g/mole $\longrightarrow$ A_2 = 65 et N_2 = 36
  Donc il contient 29 protons, 29 électrons et 36 neutrons, c'est l'isotope $^{65}_{29}Cu$.

2/ On a :

$$\begin{cases} M(Cu) = \sum M_i \times Pi/100 \quad (1) \\ P_1 + P_2 = 100 \longrightarrow P_2 = 100 - P_1 \end{cases}$$

$$(1) \longrightarrow 100 \times M(Cu) = P_1 \times M_1 + (100 - P_1) \times M_2$$

$$P_1 = \frac{63{,}54 - 64{,}927}{62{,}929 - 64{,}927} \times 100 = 69{,}42$$

Donc : P_1 = 69,42 et P_2 = 100- 69,42 = 30,58

$^{63}_{29}Cu$: 69,42% $^{65}_{29}Cu$: 30,58%

Exercice VII

Le brome possède seulement deux isotopes stables. L'isotope le plus abondant est ^{79}Br *dont l'abondance naturelle est de 50,5%. La masse molaire du Brome naturel est de 79,91 g/mole Quel est l'autre isotope stable du brome ?*

Corrigé de l'exercice VII

On a: $M(Br) = \sum M_i \times P_i/100$

L'atome de Brome ne présente que deux isotopes, donc:

$$M(Br) = M_1 \times P_1 + M_2 \times P_2$$

$$79,91 = \frac{50,5}{100} \times 79 + \frac{(100-50,5)}{100} \times M_2$$

$$79,91 = 39,895 + 0,495 \times M_2$$

$$M_2 = \frac{40,015}{0,495} = 80,84$$

Donc l'isotope stable cherché est : $^{81}\mathbf{Br}$

Exercice VIII

Le magnésium possède 3 isotopes naturels de masses molaire 24 ; 25 et 26 g et de pourcentage P (^{24}Mg) = 78,6 %, P (^{25}Mg) = 10,1 % et P (^{26}Mg) = 11,3 %.

1/ Déduire une valeur approchée de la masse molaire de Mg.

2/ Le nombre d'électron de Mg^{2+} est 10. Donner le numéro atomique Z et le nombre de neutron de l'élément ^{25}Mg.

Corrigé de l'exercice VIII

1/ La masse molaire correspond à la moyenne des masses des isotopes pondérés par leurs pourcentages.

$$M = \sum M_i \times Pi/100$$

$$M (Mg) = 24 \times \frac{78,6}{100} + 25 \times \frac{10,1}{100} + 26 \times \frac{11,3}{100}$$

D'ou: $M (Mg) = 24,33$ g

2/ Le nombre d'électron pour Mg^{+2} est 10, donc pour Mg il sera 12.

A l'état fondamental on a le nombre d'électron est égal au nombre de proton donc Z(Mg) = 12.

On a $A = Z + N = 25 \longrightarrow N = 25 – Z = 25 – 12 = 13$

Mg contient donc 13 neutrons.

UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI **Année : 2014/2015**
FACULTE DES SCIENCES **Filière : SMPC(S1)**

MODULE D'ATOMISTIQUE
CORRIGE DE LA SERIE N° 2

Exercice I

1/ L'énergie de liaison par nucléon est couramment exprimée en Mev. Calculer l'équivalent de cette unité en joule et en Kcal.
2/ Exprimer en Mev l'équivalent énergétique de l'unité de masse atomique et l'équivalent énergétique de la masse de l'électron.
3/ Calculer en Mev l'énergie de liaison par nucléon de l'atome de tritium ($^{3}_{1}H$) sachant que la masse du proton est 1,0072 u.m.a, la masse du neutron est 1,0087 u.m.a et la masse du noyau du tritium est 3,0165 u.m.a. On donne N=$6,023.10^{23}$.

Corrigé de l'exercice I

1/ Un électron volt (ev) est l'énergie acquise par un électron soumis à une différence de potentiel de 1 volt.
$E = -qv$
$1\ ev = 1,602.10^{-19} \times 1 = 1,602.10^{-19}\ J$
On sait que : 1 cal = 4,184 J et $1\ J = 1/4,184.10^{3}\ Kcal = 2,39\ 10^{-4}\ Kcal$
Donc $1\ ev = 1,602.10^{-19} \times 2,39.10^{-4} = 3,83.10^{-23}\ Kcal$
D'où en définitif : $1\ Mev = 1,602.10^{-13}\ J = 3,83.10^{-17}\ Kcal$

2/ L'unité de masse atomique notée u.m.a est par définition le 1/12 de la masse de l'isotope 12 du carbone ($^{12}_{6}C$).
Dans 12g de carbone il y a N atomes.

$$1\ u.m.a = 1/12 \times 12/N = 1/N\ g = 1,6604.10^{-24}\ g$$

** L'équivalent énergétique correspondant à 1 u.m.a est donné par la relation d'Einstein :*

$$\Delta E = \Delta m.c^{2}$$

$\Delta E = 1,6604.10^{-27} \times 9.10^{16} = 14,944.10^{-11}\ J$
$\Delta E = 14,944.10^{-11}/1,602.10^{-13} = 933\ Mev$
D'où : $1\ u.m.a = 933\ Mev$

**La masse de l'électron est égale à* $9,11.10^{-31}\ Kg$
L'équivalent énergétique de l'électron est donc :
$\Delta E = \Delta m.c^{2} = (9,11.10^{-31} \times 9.10^{16})/1,602.10^{-13} = 0.512\ Mev$

3/ Le noyau du Tritium est formé de deux neutrons et d'un proton.
Le défaut de masse est :

$\Delta m = (1{,}0072 + 2 \times 1{,}0087) - 3{,}0165 = 0{,}0081$ *u.m.a*

Donc l'énergie de liaison par nucléon est :

$$\frac{0{,}0081 \times 933}{3} = 2{,}52 \text{ Mev}$$

Exercice II

Le noyau de l'atome de Lithium est formé de 4 neutrons et 3 protons. Calculer en u.m.a la masse théorique de ce noyau, la comparer à sa valeur réelle de 7,01601 u.m.a et calculer l'énergie de cohésion de ce noyau en J et en Mev.

Données : $m_p = 1{,}00727$ *u.m.a ;* $m_n = 1{,}00866$ *u.m.a ;* $c = 3\ 10^8$ *m/s ;* $N = 6{,}02.\ 10^{23}$

Corrigé de l'exercice II

La masse théorique du noyau de l'atome du Lithium est :

$M_{th} = 3m_p + 4m_n = 3 \times 1{,}00727 + 4 \times 1{,}00866 = 7{,}05645$ *u.m.a*

La masse réelle est: 7,01601 u.m.a

On constate que la masse d'un noyau d'un atome est toujours inferieure à la somme des masses des nucléons qui le composent. Cette différence de masse notée Δm *est appelée défaut de masse. Elle correspond à l'énergie de cohésion ou énergie de liaison des neutrons et des protons notée* ΔE.

ΔE *est calculée par la relation d'Einstein :* $\Delta E = \Delta m.c^2$

$\Delta m = 7{,}05645 - 7{,}01601 = 0{,}04044$ u.m.a $\quad$ (1 u.m.a $= 1{,}6604.10^{-24}$ g)

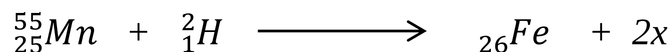
$\Delta m = 0{,}04044 \times 1{,}6604.10^{-24} = 6{,}715.10^{-26}$ g $= 6{,}715.10^{-29}$ Kg

$\Delta E = \Delta m.c^2 = 6{,}715.10^{-29} \times 9.10^{16} = 6{,}043.10^{-12}$ J $\quad$ (1 ev $= 1{,}6.10^{-19}$ J)

$$\Delta E = 6{,}043.10^{-12}/1{,}6.10^{-19} = 37{,}8.10^{6} \text{ ev} = 37{,}8 \text{ Mev}$$

ExerciceIII

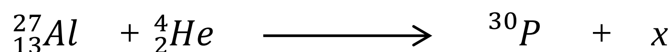
Equilibrer les réactions suivantes et déterminer la nature de x :



$^{55}_{25}Mn + ^{2}_{1}H \longrightarrow {}_{26}Fe + 2x$



$^{27}_{13}Al + x \longrightarrow ^{27}_{12}Mg + ^{1}_{1}H$



$^{27}_{13}Al + ^{4}_{2}He \longrightarrow ^{30}P + x$



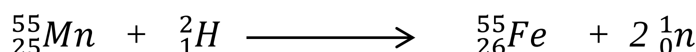
$^{2}_{1}H + {}_{7}N \longrightarrow ^{15}_{8}O + x$

Corrigé de l'exercice III

Dans les réactions nucléaires, ou il y a formation de nouvelles espèces chimiques et parfois des particules élémentaires, il y a conservation des charges et des masses.
La somme des nombres de masse A (en haut à gauche) et la somme des numéros atomique Z (en bas à gauche) sont les mêmes à gauche et à droite de la réaction.

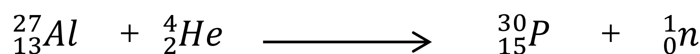
Les notations pour les particules élémentaires, c'est-à-dire l'électron, le proton et le neutron sont :

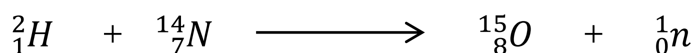
- *L'électron dont la masse est négligeable :* $^{0}_{-1}e$
- *Le neutron qui est une particule sans charge :* $^{1}_{0}n$
- *Le proton qui est une particule ayant une charge et une masse :* $^{1}_{1}H$


$$^{55}_{25}Mn + ^{2}_{1}H \longrightarrow ^{55}_{26}Fe + 2\,^{1}_{0}n$$


$$^{27}_{13}Al + ^{1}_{0}n \longrightarrow ^{27}_{12}Mg + ^{1}_{1}H$$

x est un neutron


$$^{27}_{13}Al + ^{4}_{2}He \longrightarrow ^{30}_{15}P + ^{1}_{0}n$$


$$^{2}_{1}H + ^{14}_{7}N \longrightarrow ^{15}_{8}O + ^{1}_{0}n$$

Exercice IV

Un gramme de thorium c ($^{212}_{83}Bi$*) émetteur α donne* 928.10^{18} *désintégrations en 34,5 mn. Quelle est sa période.*

Corrigé de l'exercice IV

Soient : - N_0 *: nombre de noyaux radioactifs à t=0*
- N_t *: nombre de noyaux radioactifs à t=34,5 mn*
- 928.10^{18} *: nombre de noyaux désintégrés au bout de 34,5 mn*

Dans 212 g il y a $6{,}023.10^{23}$ *atomes et dans 1g il y a* N_0 *atomes*

$N_0 = 1 \times 6{,}023.10^{23}/212 = 2841{,}03.10^{18}$ *atomes*
$N_t = (2841{,}03 - 928).10^{18} = 1913{,}03.10^{18}$ *atomes*

Loi de désintégration : $N_t = N_0 . e^{-\lambda t}$

$$Log\ N_0/N_t = \lambda\ t \quad (1)$$

$t = T$ *et* $N_t = N_0/2 \longrightarrow Log\ 2 = \lambda\ t \longrightarrow \lambda = Log2/T$

Remplaçons λ dans (1), on obtient :

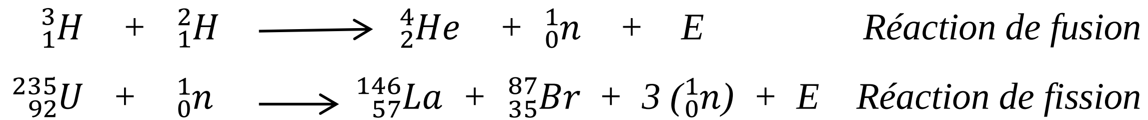
$Log\ N_0/N_t = (t/T) \times Log2 \longrightarrow T = t \times Log2/Log(N_0/N_t)$

A.N : $T = 34{,}5 \times Log2/ Log(2841{,}03.10^{18}/1913{,}03.10^{18}) = 60{,}5$ *mn*

Donc la période du thorium c est de 60.5 mn ou 1h 30 s.

Exercice V

Soient les deux réactions :



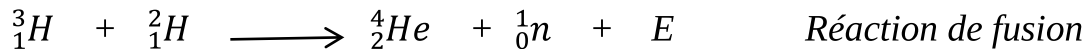
$$ {}_{1}^{3}H + {}_{1}^{2}H \longrightarrow {}_{2}^{4}He + {}_{0}^{1}n + E \qquad \textit{Réaction de fusion} $$

$$ {}_{92}^{235}U + {}_{0}^{1}n \longrightarrow {}_{57}^{146}La + {}_{35}^{87}Br + 3\,({}_{0}^{1}n) + E \qquad \textit{Réaction de fission} $$

1/ Calculer, en Mev, l'énergie libérée par la réaction de fusion.
2/ Calculer, en Mev, l'énergie libérée par la réaction de fission.
3/ Comparer ces deux valeurs. Conclusion.
Les masses des différents atomes exprimées en u.m.a sont :
m (${}_{1}^{3}H$) = 3,01604 ; m (${}_{1}^{2}H$) = 2,01410 ; m (${}_{57}^{146}La$) = 145,943 ; m (${}_{92}^{235}U$) = 235,044 ; m (${}_{2}^{4}He$) = 4,00250 ; m(${}_{35}^{87}Br$) = 86,912 ; m (${}_{0}^{1}n$) = 1.0087

Corrigé de l'exercice V

1/ L'énergie libérée lors de la fusion ou de la fission provient de la perte de masse Δm entre les produits de fin de réaction et ceux de départ.



$$ {}_{1}^{3}H + {}_{1}^{2}H \longrightarrow {}_{2}^{4}He + {}_{0}^{1}n + E \qquad \textit{Réaction de fusion} $$

$\Delta m = [m({}_{2}^{4}He) + m({}_{0}^{1}n)] - [m({}_{1}^{3}H) + m({}_{1}^{2}H)]$

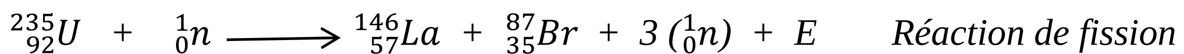
$\Delta m = (4{,}0026 + 1{,}0087) - (3{,}01604 + 2{,}0141)$

$$ |\Delta m| = 0{,}01884 \text{ u.m.a} $$

On sait que 1 u.m.a = 933 Mev, d'ou:

$$ \Delta E = 0{,}01884 \times 933 = 17{,}58 \text{ Mev/atome} $$

2/ De la même façon pour la réaction de fission:



$$ {}_{92}^{235}U + {}_{0}^{1}n \longrightarrow {}_{57}^{146}La + {}_{35}^{87}Br + 3\,({}_{0}^{1}n) + E \qquad \textit{Réaction de fission} $$

$\Delta m = [m({}_{57}^{146}La) + m({}_{35}^{87}Br) + 3m({}_{0}^{1}n)] - [m({}_{92}^{235}U) + m({}_{0}^{1}n)]$

$\Delta m = (145{,}943 + 86{,}912 + 3 \times 1{,}0087) - (235{,}044 + 1{,}0087)$

$$ |\Delta m| = 235{,}8817 - 236{,}0530 = 0{,}1716 \text{ u.m.a} $$

D'où: $\Delta E = 0{,}1716 \times 933 = 160{,}10 \text{ Mev/atome}$

3/ Pour pouvoir comparer ces énergies il est préférable de raisonner sur des quantités de produits qu'on a l'habitude de manipuler c'est-à-dire des grammes.

- *La fusion de 5,03014 g de matière libère :*

$$17{,}58 \times 6{,}023.10^{23} = 105{,}9\ 10^{23}\ Mev/mole$$

- *La fission de 235,044 g de matière libère :*

$$160{,}10 \times 6{,}023.10^{23} = 964{,}3.10^{23}\ Mev/mole$$

Conclusion :
A masse égale la réaction de fusion dégage plus d'énergie que la réaction de fission.

MODULE D'ATOMISTIQUE
CORRIGE DE LA SERIE N° 3

Exercice I

Calculer pour une radiation de longueur d'onde 315 nm, sa fréquence, son nombre d'onde ainsi que l'énergie transportée par un photon de cette radiation. On donne $c = 3\ 10^{8}$ *m/s et* $h = 6{,}62\ 10^{-34}$ *j.s .*

Corrigé de l'exercice I

Soit une radiation de longueur d'onde $\lambda = 315$ *nm.*

- *Sa fréquence est telle que :* $\nu = c/\lambda = 3.10^{8} / 315.10^{-9} = 9{,}52.10^{14}$ *Hz ou* (s^{-1})

- *Son nombre d'onde est tel que :* $\sigma = 1/\lambda = 1/315.10^{-9} = 3{,}17.10^{6}\ m^{-1}$

- *L'énergie transportée par un photon de cette transition est telle que :*

$$E = h\,\nu = 6{,}62.10^{-34} \times 9{,}52.10^{14} = 6{,}3.10^{-19}\ J$$

$$(1\ ev = 1{,}6.10^{-19}\ J) \longrightarrow E = 3{,}93\ ev$$

Exercice II

1/ Le spectre de l'atome d'hydrogène comporte une raie violette correspondant à une longueur d'onde de 410,5 nm, appartenant à la série de Balmer.
a) Calculer son énergie en ev.
b) A quelle transition électronique de m à n cette raie est associée.
2/ On considère maintenant l'atome d'hydrogène dans l'état excité n=4.
a) Quelle est l'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène dans cet état excité.
b) Représenter sur un schéma toutes les transitions d'émission possibles.
c) Calculer la plus petite et la plus grande longueur d'onde relative à la série de Lyman. On donne $R_H = 1{,}097\ 10^{7}\ m^{-1}$.

Corrigée de l'exercice II

1) a) On a $\lambda = 410{,}5$ *nm et* $\Delta E = h\,\nu = hc/\lambda$

$\Delta E = 6{,}62.10^{-34} \times 3.10^{8} / 410{,}5.10^{-9} = 4{,}838.10^{-19}\ J$

$1\ ev = 1{,}6.10^{-19}\ j \qquad \Delta E = 4{,}838.10^{-19} / 1{,}6.10^{-19} = 3{,}02\ ev$

b) Soit la transition $m \longrightarrow n$.
Il s'agit de la série de Balmer donc n = 2.
On a la relation de RITZ permettant de calculer les différentes longueurs d'ondes des raies d'émission :

$$1/\lambda = Z^{2} R_H (1/n^{2} - 1/m^{2}) \longrightarrow 1/m^{2} = 1/n^{2} - 1/\lambda R_H \quad (Z = 1)$$

A.N : $1/m^{2} = 1/4 - 1/(410{,}5.10^{-9} \times 1{,}0967.10^{7})$

$1/m^{2} = 0{,}02787 \longrightarrow m^{2} = 35{,}875 \longrightarrow m = 6$

Il s'agit donc de la transition : $6 \longrightarrow 2$

2) a)L'atome d'hydrogène est dans l'état excité n = 4.
L'énergie d'ionisation de l'atome d'hydrogène dans cet état est :
$E_i = E_\infty - E_4 = - E_4 \quad (E_\infty = 0)$
On a d'après le modèle de Bohr $E_i = -13{,}6 \times Z^2/n^2$
Dans notre cas Z = 1 et n = 4 :

$$E_i(n=5) = 13{,}6 \times 1/16 = 0{,}85 \text{ ev}$$

b) Les transitions d'émission possibles sont :



c) La série de Lyman correspond à n = 1.
On a : $\Delta E = h\nu = hc/\lambda$ *donc l'énergie est inversement proportionnelle à la longueur d'onde.*

- *La plus petite longueur d'onde correspond à l'énergie la plus grande (transition 4 ⟶ 1).*
  $1/\lambda = R_H (1 - 1/16) = 15/16 \times R_H$

On trouve $\lambda = 972{,}6.10^{-10}$ *m c'est-à-dire* $\lambda = 972{,}6$

- *La plus grande longueur d'onde correspond à l'énergie la plus petite (transition 2 ⟶ 1).*
  $1/\lambda = R_H (1 - 1/4) = 3/4 \times R_H$

On trouve $\lambda = 1215.10^{-10}$ *m c'est-à-dire* $\lambda = 1215$

Exercice III
Une des raies de la série de Balmer de l'atome d'hydrogène a une longueur d'onde de 4861,8 A°.
1) A quelle transition correspond cette raie ?
2) Quelle est la longueur d'onde du rayonnement correspondant à la même transition dans le cas de l'hydrogenoide He^+.
3) Calculer la constante de Rydberg pour l'ion hydrogenoide He^+.
4) En utilisant la théorie de Bohr, calculer l'énergie de la deuxième ionisation de l'hélium et de la troisième ionisation du lithium.

Corrigé de l'exercice III
Une des raies de la série de Balmer de l'atome d'hydrogène à une longueur d'onde $\lambda = 4861{,}8$.

1) Série de Balmer correspond à n = 2

$$1/\lambda = R_H (1/n^2 - 1/m^2) \longrightarrow 1/m^2 = 1/n^2 - 1/\lambda R_H$$

A.N : $1/m^2 = 1/4 - 1/(4861{,}8.10^{-10} \times 1{,}0967.10^7)$
$1/m^2 = 0{,}0624 \longrightarrow m^2 = 16{,}02 \longrightarrow m = 4$
Il s'agit donc de la transition : 4 ⟶ 2

2) Dans le cas de l'ion He^+ on Z = 2.

$$1/\lambda = Z^2 R_H (1/n^2 - 1/m^2) \quad (m = 4 \text{ et } n = 2)$$

$1/\lambda = 4 \times 1{,}0967.10^7 (1/4 - 1/16) = 0{,}822.10^7 \, m^{-1}$

$\lambda = 1{,}216.10^{-7}$ m c'est à dire $\lambda = 1216$

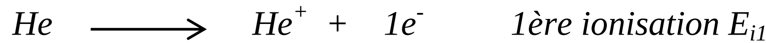
3) La constante de Rydberg pour l'ion hydrogénoide He^+.

$R_{He} = Z^2 . R_H \quad (Z = 2)$

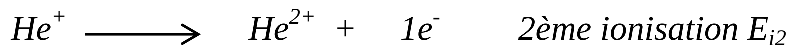
$R_{He} = 4 \times 1{,}0967.10^7 = 4{,}387.10^7 \, m^{-1}$

4) Pour les hydrogénoides on a $E_n = -13{,}6 \times Z^2/n^2$.

** Energie de la $2^{ème}$ ionisation de l'hélium :*



$He \longrightarrow He^+ + 1e^-$ 1ère ionisation E_{i1}



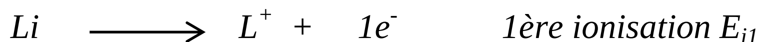
$He^+ \longrightarrow He^{2+} + 1e^-$ 2ème ionisation E_{i2}

$E_{i2} = E(He^{2+}) - E(He^+) = E_\infty - E(He^+) = -E(He^+) \quad (E_\infty = 0)$

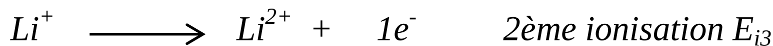
$E_{i2} = 13{,}6 \times Z^2/n^2 = 13{,}6 \times 4/1 = 54{,}4$ ev

Donc: $E_{i2}(He) = 54{,}4$ ev

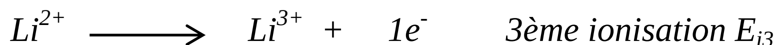
** Energie de la $3^{ème}$ ionisation de Lithium :*



$Li \longrightarrow L^+ + 1e^-$ 1ère ionisation E_{i1}



$Li^+ \longrightarrow Li^{2+} + 1e^-$ 2ème ionisation E_{i3}



$Li^{2+} \longrightarrow Li^{3+} + 1e^-$ 3ème ionisation E_{i3}

$E_{i3} = E(Li^{3+}) - E(Li^{2+}) = E_\infty - E(Li^{2+}) = -E(He^+) \quad (E_\infty = 0)$

$E_{i3} = 13{,}6 \times Z^2/n^2 = 13{,}6 \times 9/1 = 122{,}4$ ev

Donc: $E_{i3}(Li) = 122{,}4$ ev

Exercice IV

Si un atome d'hydrogène dans l'état fondamental absorbe un photon de longueur d'onde λ_1 puis émet un photon de longueur d'onde λ_2, sur quel niveau l'électron se trouvera-t-il après cette émission.

λ_1=97,28 nm ; λ_2=1879 nm et R_H=1,097 $10^7 \, m^{-1}$.

Corrigé de l'exercice IV

L'état fondamental correspond à n = 1.

- *D'abord on a une excitation vers un niveau supérieur m (m > n) avec une radiation telle que λ_1 = 97,28 nm. Cherchons m :*

$1/\lambda_1 = Z^2 R_H (1/n^2 - 1/m^2) \quad (Z = 1 \text{ et } n = 1)$

$1/m^2 = 1 - 1/\lambda R_H$

$1/m^2 = 1 - 1/(97{,}28.10^{-9} \times 1{,}0967.10^7) = 0.0624$

$m^2 = 16{,}02$ d'où $m = 4$

- *Puis on a une émission d'une radiation de longueur d'onde λ_2=1879 nm.*

m = 4 $\longrightarrow$ m' = ?

$1/\lambda_2 = Z^2 R_H (1/m'^2 - 1/m^2)$ (Z = 1 et m= 4)

$1/m'^2 = 1/m^2 + 1/\lambda_2 R_H$

$1/m'^2 = 1/16 + 1/(1879.10^{-9} \times 1{,}0967.10^7)$

$1/m'^2 = 0{,}111 \longrightarrow m'^2 = 9{,}009 \longrightarrow m' = 3$

On a donc : - une excitation de 1 vers 4
-Une émission de 4 vers 3

Exercice V

On considère l'ion hydrogénoide $_8O^{x+}$.

1) Donner la valeur de x.

2) Calculer en ev l'énergie minimale d'excitation de l'ion $_8O^{x+}$.

3) Calculer l'énergie d'ionisation de $_8O^{x+}$ à partir de son 2ème état excité.

Corrigé de l'exercice V

1) $_8O^{x+}$ est un hydrogénoide, donc x = 7.

2) L'énergie minimale pour l'excitation de O^{7+} correspond à la transition du niveau n = 1 vers le niveau n = 2.

Dans le cas général on a :

$\Delta E = Em - En = - 13{,}6 \times Z^2/m^2 + 13{,}6 \times Z^2/n^2$

Dans notre cas : n = 1 , m = 2 et Z = 8

$\Delta E = E_2 - E_1 = - 13{,}6 \times 64/4 + 13{,}6 \times 64/1$

$\Delta E = 652{,}8$ *ev*

3) Le deuxième état excité correspond à n = 3.

$E_i = E_\infty - E_3 = - E_3$ $(E_\infty = 0)$

On a d'après le modèle de Bohr $E_i = -13{,}6 \times Z^2/n^2$

Dans notre cas Z = 8 et n = 3 :

$E_i(n=3) = 13{,}6 \times 64/9 = 96{,}71$ *ev*

Exercice VI

Dans le cas de l'hydrogénoide $_4Be^{3+}$ déterminer :

1) L'énergie nécessaire pour une transition de l'état fondamental au 2ème état excité.

2) L'énergie nécessaire pour ioniser l'ion à partir du 3ème état excité.

3) La plus petite fréquence de la radiation de le série de Balmer du spectre d'émission.

Corrigé de l'exercice VI

1) 2ème état excité correspond à n = 3.

$\Delta E = E_3 - E_1$

On a d'après le modèle de Bohr $E_i = -13{,}6 \times Z^2/n^2$

Donc $\Delta E = -13{,}6 \times 16/9 + 13{,}6 \times 16/1 = -24{,}18 + 217{,}6 = 193{,}42$ *ev*

2) 3ème état excité ça veut dire que l'électron se trouve sur le niveau 4.
$E_i = E_\infty - E_4 = - E_4 \quad (E_\infty = 0)$
$E_i = 13,6 \times 16/16 = 13,6$ *ev*

3) Série de Balmer correspond à n = 2.
La plus petite fréquence correspond à la plus petite énergie ($\Delta E = h\nu$), donc ça sera celle de la transition m = 3 vers n = 2.

$\Delta E = h\nu = E_3 - E_2 = -13,6 \times 16/9 + 13,6 \times 16/4 = -24,18 + 54,4 = 30,22$ *ev*

1 *ev* $= 1,6.10^{-19}$ *j*   *d'où* $\Delta E = 48,35.10^{-19}$ *j*

$\nu = \Delta E/h = 48,35.10^{-19}/6,626.10^{-34} = 7,3.10^{15}$ *Hz*

UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI ***Année 2014/2015***
FACULTE DES SCIENCES ***Filière SMPC***

MODULE D'ATOMISTIQUE
SERIE N° 4

Exercice I

Etablir l'expression de l'équation de schrodinger pour les systèmes suivants :

a) L'atome d'hydrogène.
b) L'ion $_2He^+$.
c) L'ion $_3Li^+$.

Corrigé de l'exercice I

a) *L'atome d'hydrogène est constitué de 2 particules chargées, le noyau supposé fixe et l'électron. L'énergie potentielle Ep correspond à l'interaction des 2 charges +e (noyau) et –e (électron).*

$$E_p \longrightarrow \hat{V} = -\frac{e^2}{4\pi\varepsilon_0}\frac{1}{r}$$

$$E_c \longrightarrow \hat{T} = -\frac{\hbar^2}{2m}\left(\frac{\partial^2}{\partial x^2}+\frac{\partial^2}{\partial y^2}+\frac{\partial^2}{\partial z^2}\right) = -\frac{\hbar^2}{2m}.\Delta$$

$$\hat{H} = \hat{T} + \hat{V} \longrightarrow \hat{H} = -\frac{\hbar^2}{2m}.\Delta - \frac{e^2}{4\pi\varepsilon_0}\frac{1}{r}$$

L'équation de Schrödinger s'écrit $\hat{H}\Psi = E\Psi$, d'où *pour l'atome d'hydrogène:*

$$-\frac{\hbar^2}{2m}\Delta\Psi - \frac{e^2}{4\pi\varepsilon_0 r}\Psi = E\Psi$$

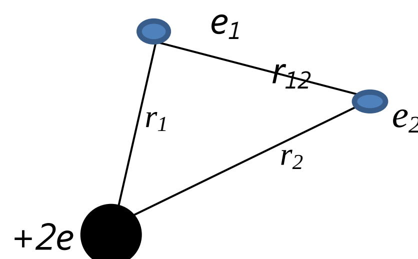
b) *L'ion $_2He^+$ est un hydrogénoide, il possède donc un seul électron de charge –e et un noyau de charge 2e (Z=2).*

$$E_p \longrightarrow \hat{V} = -\frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_0}\frac{1}{r} = -\frac{2e^2}{4\pi\varepsilon_0}\frac{1}{r}$$

$$E_c \longrightarrow \hat{T} = -\frac{\hbar^2}{2m}.\Delta$$

$$\hat{H} = \hat{T} + \hat{V} \text{ et } \hat{H}\Psi = E\Psi \longrightarrow -\frac{\hbar^2}{2m}\Delta\Psi - \frac{e^2}{2\pi\varepsilon_0 r}\Psi = E\Psi$$

c) *$_3Li^+$ (Z=3) possède un noyau de charge 3e et 2 électrons de charge e.*



Dans ce cas on a trois interactions :
Noyau – électron1 : c'est une attraction
Noyau–electron2 :c'est une attraction
Electron – électron : c'est une répulsion

$E_p \longrightarrow \hat{V} = -\frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_0}\frac{1}{r1} - \frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_0}\frac{1}{r2} + \frac{e^2}{4\pi\varepsilon_0}\frac{1}{r12}$

$E_c \longrightarrow \hat{T} = -\frac{\hbar^2}{2m}.\Delta$

$$\hat{H} = -\frac{\hbar^2}{2m}.\Delta - \frac{1}{4\pi\varepsilon_0}(-Ze^2/r_1 - Ze^2/r_2 + e^2/r_{12})$$

On a $\hat{H}\Psi = E\,\Psi$ *d'ou :* $\boxed{-\frac{\hbar^2}{2m}.\Delta\Psi - \frac{1}{4\pi\varepsilon_0}(-3e^2/r_1 - 3e^2/r_2 + e^2/r_{12})\,\Psi = E\,\Psi}$

Exercice II

La fonction d'onde de l'atome d'hydrogène à l'état fondamental est $\Psi_{1s} = A\, e^{-r/a}$ *avec a=0,53 A°*

Déterminer :

a) La constante A.

b) La probabilité de trouver l'électron par rapport au noyau entre r et dr.

c) La représentation graphique de dP/dr en fonction de r.

On donne : $\int^{\infty} x^2 e^{-x}\, dx = 2$.

Corrigé de l'exercice II

a) $\Psi_{1s} = A\, e^{-r/a}$

Condition de normalisation $\longrightarrow P = \int_0^{\infty} \psi 2\, dv = 1$

Ψ_{1s} *est de symétrie sphérique donc* $dv = 4\pi r^2\, dr$

$\int_0^{\infty} \boldsymbol{\psi 2\; 4\pi r 2\; dv = 1}$, $\int_0^{\infty} A^2\, e^{-2r/a}\, 4\pi r^2\, dr = 1$

On pose : $x = 2r/a$ *donc* $dx = (2/a)\, dr$ *et* $dr = (a/2)\, dx$

$\int_0^{\infty} 4\pi A^2 .\, a^2 x^2/4 . a/2 . e^{-x}\, dx = 1$

$4\pi A^2 a^3/8 \int_0^{\infty} x^2\, e^{-x}\, dx = 1$ *, on a* $\int_0^{\infty} x^2\, e^{-x}\, dx = 2$

$A^2 = 1/\pi a^3 \longrightarrow A = 1/\sqrt{\pi}\,(1/a)^{3/2}$

D'ou: $\boxed{\psi_{1s} = 1/\sqrt{\pi} .\, (1/a)^{3/2} .\, e^{-r/a}}$

b) *La densité de probabilité de présence de l'électron entre deux sphère de rayon r et r+dr, c.à.d dans un élément de volume dv est :*

$dP = \psi^2\, dv \longrightarrow dP_r = 4\pi r^2\, \psi^2\, dr$ *(Pour 1s on a une symétrie sphérique)*

$dP_r = 4\pi r^2\, \psi_{1s}^2\, dr \longrightarrow dP_r/dr = 4\pi r^2\, \psi_{1s}^2$

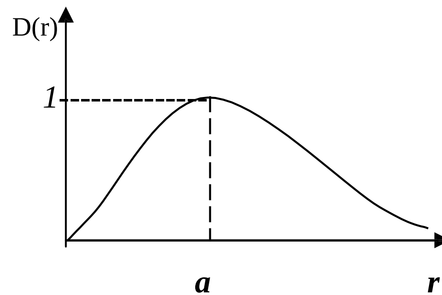
dP_r/dr *est noté D(r) c'est la densité de probabilité radiale, d'où :* $\boxed{D(r) = (4r^2/a^3)\, e^{-2r/a}}$

c) *Représentation de D(r) = f(r),* $D(r) = (4r^2/a^3)\, e^{-2r/a}$

Etude de D(r) : $D'(r) = 8r/a^3\, (1 - r/a)\, e^{-2r/a}$

$D'(r) = 0 \longrightarrow \begin{cases} r = 0 \text{ et } D(0) = 0 \\ r = a \text{ et } D(a) = 4e^{-2}/a = 1 \\ r \rightarrow \infty \text{ et } D(\infty) = 0 \end{cases}$

R	0		a		∞
D'(r)	0	+	0		0
D(r)	0	↗	1	↘	0



On retrouve que D(r) est maximum pour r = a, rayon de l'atome de Bohr (a=0,53Å).

Exercice III

L'orbitale $2p_z$ *est décrite par la fonction* Ψ_{2pz} *telle que :*

$$\Psi_{2pz} = 1/4\sqrt{2\pi a^3}\ .r/a\ .\ e^{-r/2a}\ .\cos\theta$$

a) Donner l'expression de la densité électronique $D(M_z)$ *le long de l'axe oz en fonction de r. Montrer qu'elle est maximale pour r = 2a.*

b) Pour r = 2a, exprimer la densité électronique D(M) d'un point M à l'extérieur de l'axe oz.

Corrigé de l'exercice III

$\Psi_{2pz} = 1/4\sqrt{2\pi a^3}\ .r/a\ .\ e^{-r/2a}\ .\cos\theta$

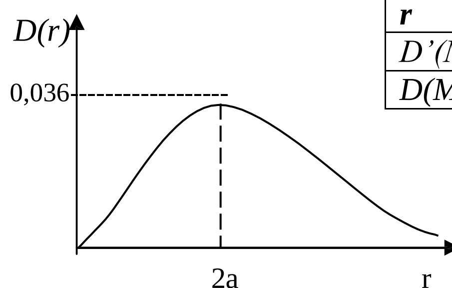
a) *La densité électronique est* $D(M) = \Psi(M)^2$*. Sur l'axe oz on a* $\theta = 0$*, d'où* $\cos\theta = 1$*, on a donc :*

$D(M_z) = \Psi_{2pz}^{\ 2}$ $\quad\boxed{D(M_z) = 1/32\pi a^5\ .r^2.e^{-r/a}}$

Etude de $D(M_z)$ *:*

$D'(M_z) = 1/32\pi a^5(2re^{-r/a} - (r^2/a)e^{-r/a}) = 1/32\pi a^5(2 - r/a)r\, e^{-r/a}$

$D'(M_z) = 0$ *pour* $r = 0$ *,* $r = 2a$ *et* $r \longrightarrow \infty$



r	**0**		**2a**		**∞**
D'(M_z)	**0**	+	**0**	+	**0**
D(Mz)	**0**	↗	**0,036**	↘	**0**

b) *D(Mz) =* Ψ_{2pz}^2 *à l'extérieur de oz.*

$D(M_z) = 1/32\pi a^5 . r^2 . e^{-r/a} . \cos^2\theta$

D'ou : $D(M) = D(M_z) . \cos^2\theta$

Exercice IV

a) Quelles sont les valeurs des nombres quantiques n, l et m caractéristiques des orbitales atomiques : 2s, 2p, 3p, 3d, 4d, 4f.
b) Déterminer les différentes orbitales correspondant à n = 2.
c) Combien existe-t-il d'orbitales d ?

Corrigé de l'exercice IV

a) $n \geq 1$, $0 \leq l \leq n - 1$, $-l \leq m \leq l$ et $s = \pm 1/2$

** n définit la couche :*
n = 1 c'est la couche K
n = 2 c'est la couche L
n = 3 c'est la couche M
n = 4 c'est la couche N
Les couches sont désignées par des lettres majuscules.

**l définit la sous couche ou orbitale.*
l = 0 c'est l'O.A s
l = 1 c'est l'O.A p
l =2 c'est l'O.A d
l = 3 c'est l'O.A f
Les O.A sont désignées par des lettres minuscules.

O.A	n	l	m
2s	2	0	0
2p	2	1	-1,0,1
3p	3	1	-1,0,1
3d	3	2	-2,-1,0,1,2
4d	4	2	-2,-1,0,1,2
4f	4	3	-3,-2,-1,0,1,2,3

b) *Pour n=2 on a l = 0 ou l = 1 (* $0 \leq l \leq n-1$*). Or* $-l \leq m \leq l$ *, on en déduit les états suivants :*

n = 2 l = 0 m = 0 2s
n = 2 l = 1 m = -1 $2p_x$
n = 2 l = 1 m = 0 $2p_y$
n = 2 l = 1 m = 1 $2p_z$

Pour n = 2 on obtient donc $n^2 = 4$ *O.A. Chaque O.A ne peut contenir que 2 électrons soit* $2n^2 = 8$ *électrons en tout.*

c) *L'O.A d correspond à l = 2. Pour l = 2 et* $-2 \leq m \leq 2$ *on tire 5 valeurs de m (-2,-1,0,1,2).Nous aurons donc 5 O.A d qui sont :* d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , d_{z2} *et* d_{x2-y2}

Exercice V

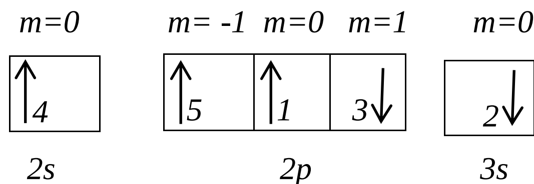
Classer par ordre croissant de leurs énergies les électrons d'un même atome définis par les valeurs suivantes de leurs nombres quantiques. Identifier les sous couches auxquelles ils appartiennent.

a) n = 2 ; l = 1 ; m = 0 ; s = +1/2.
b) n = 3 ; l = 0 ; m = 0 ; s = -1/2.
c) n = 2 ; l = 1 ; m = 1 ; s = -1/2.
d) n = 2 ; l = 0 ; m = 0 ; s = +1/2.
e) n = 2 ; l = 1 ; m = -1 ; s = +1/2.

Corrigé de l'exercice V

Electron 1 : n = 2 ; l = 1 ($\longrightarrow$ 2p) ; m = 0 ; s = 1/2
Electron 2 : n = 3 ; l = 0 ($\longrightarrow$ 3s) ; m = 0 ; s = -1/2
Electron 3 : n = 2 ; l = 1($\longrightarrow$ 2p) ; m = 1 ; s = -1/2
Electron 4 : n = 2 ; l = 0 ($\longrightarrow$ 2s) ; m = 0 ; s = 1/2
Electron 5 : n =2 ; l = 1 ($\longrightarrow$ 2p) ; m = -1 ; s = 1/2

On représente les O.A par des cases quantiques.



- *Les énergies des sous couches sont dans l'ordre*
  2s < 2p < 3s donc on aura : $E_4 < E_1 = E_3 = E_5 < E_2$
- *Les électrons appartenant à la même sous couche (2p) ont la même énergie.*

Exercice VI

Soient les structures électroniques suivantes :

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
$1s^2\ 2s^2\ 2p^7\ 3s^2$
$1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2d^{10}\ 3s^2$
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 3f^6$

Lesquelles parmi ces structures, celles qui sont à l'état fondamental, celles qui sont à l'état excité et celles qui sont inexactes.

Corrigé de l'exercice VI

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ *Etat fondamental*

$1s^2\ 2s^2\ 2p^7\ 3s^2$ *Etat inexacte (6 électrons au maximum sur p)*

$1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$ *Etat excité (un électron passe de l'O.A 2p à l'O.A 3s)*

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2d^{10}\ 3s^2$ *Etat inexacte (pas d'orbitale d pour n=2, l'O.A 2d n'existe pas))*

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 3f^6$ *Etat inexacte (pas d'orbitale f pour n=3, l'O.A 3f n'existe pas))*

UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI — **Année 2014/2015**
FACULTE DES SCIENCES — **Filière SMC/SMP**

MODULE D'ATOMISTIQUE
CORRIGE DE LA SERIE N° 5

Exercice I

1) Donner les valeurs des quatre nombres quantiques caractérisant chacun des électrons de $_4Be$ dans son état fondamental.
2) Ecrire à l'aide des cases quantiques, la configuration électronique de l'azote $_7N$ et du fluor $_9F$ à l'état fondamental.
3) Donner la configuration électronique des éléments suivants :

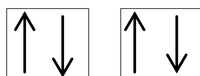


$_{11}Na$ $_{16}S^{2-}$ $_{20}Ca$ $_{24}Cr$ $_{26}Fe$ $_{29}Cu$ $_{30}Zn^{2+}$

Corrigé le l'exercice I

1) *4Be (Z=4)*

Configuration électronique : $1s^2\ 2s^2$
Sous forme de cases quantiques :

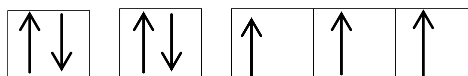


	n	l	m	s
Les 2 électrons de l'O.A 1s :	1	0	0	1/2
	1	0	0	-1/2
Les 2 électrons de l'O.A 2s :	2	0	0	1/2
	2	0	0	-1/2

2) - N (Z=7)

Configuration électronique : $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

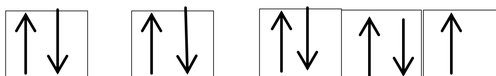
Sous forme de cases quantiques :



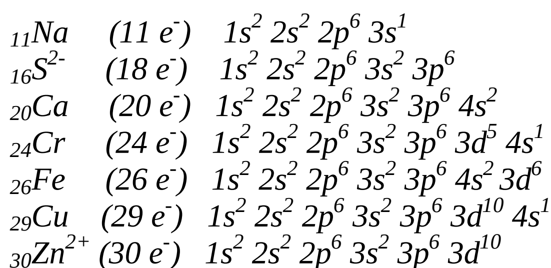
- *F (Z=9)*

Configuration électronique : $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

Sous forme de cases quantiques :



3) *Configurations électroniques des éléments suivants :*



$_{11}Na$ $(11\ e^-)$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
$_{16}S^{2-}$ $(18\ e^-)$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
$_{20}Ca$ $(20\ e^-)$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
$_{24}Cr$ $(24\ e^-)$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5\ 4s^1$
$_{26}Fe$ $(26\ e^-)$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$
$_{29}Cu$ $(29\ e^-)$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^1$
$_{30}Zn^{2+}$ $(30\ e^-)$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$

Exercice II
Un élément X possède moins de 17 électrons. Quelles sont les configurations électroniques possibles correspondant à X dans les cas suivants:
1) X possède deux électrons célibataires.
2) X possède trois électrons célibataires.

Corrigé de l'exercice II

L'élément X possède moins de 17 électrons, donc les O.A d ne sont pas concernées puisqu'elles ne se remplissent qu'à partir de Z=21.

1) *Les deux électrons célibataires se trouvent dans des O.A p car dans des O.A s ils seraient appariés. Les répartitions possibles sont donc* np^2 *ou* np^4 *avec n=2 et 3 puisque Z<17.*
Les configurations possibles sont donc:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ Z=6
$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ Z=8
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$ Z=14
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ Z=16

2) *Les trois électrons célibataires se trouvent dans des O.A p. La seule répartition possible est donc* np^3 *avec n=2 et 3 puisque Z<17. Les configurations possibles sont donc:*

$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ Z=7
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ Z=15

Exercice III
Calculer le numéro atomique apparent Z^*_i *pour :*
1) Chaque électron de l'atome du Néon (Z=10).
2) L'électron le plus externe des éléments Si (Z=14), K (Z=19) et V (Z=23).

Corrigé de l'exercice III

1) *Ne (Z=10) : les 10 électrons de l'atome du néon sont répartis en groupe de Slater tels que :*
Configuration électronique de Ne : $(1s^2)\ (1s^2\ 2p^6)$
On aura à calculer d'une part $Z_{(1s)}*$ *et d'autre part* $Z_{(2s2p)}*$*, puisque les électrons d'un même groupe sont identiques.*

$Z_{(1s)}* = Z - \sigma_{ji}$ *avec i=j=1 (groupe1)*
$\sigma_{1s} = 0,31$ $Z_{(1s)}* = 10 - 0,31 = 9,69$

$Z_{(2s2p)}* = Z - \sum\sigma_{ji}$
$Z_{(2s2p)}* = 10 - (2 \times 0,85 + 7 \times 0,35) = 5,85$

2) * Si *(Z=14)* $(1s^2)\ (2s^2\ 2p^6)\ (3s^2\ 3p^2)$
$Z_{(3s3p)}* = 14 - (2 \times 1 + 8 \times 0,85 + 3 \times 0,35) = 4,15$

******* *K (Z=19)* $(1s^2)\ (2s^2\ 2p^6)\ (3s^2\ 3p^6)\ (4s^1)$
$Z_{(4s)}* = 19 - (2 \times 1 + 8 \times 1 + 8 \times 0,85) = 2,20$

**V (Z=23)* $(1s^2)\ (2s^2\ 2p^6)\ (3s^2\ 3p^6)\ (3d^3)\ (4s^2)$
$Z_{(4s)}* = 23 - (2 \times 1 + 8 \times 1 + 8 \times 0,85 + 3 \times 0,85 + 1 \times 0,35) = 3,3$

Exercice IV
Soit l'atome du soufre (Z=16), en utilisant la règle de Slater, déterminer l'énergie nécessaire (en ev) pour arracher deux électrons à S^{2-}.

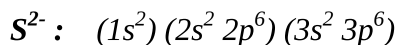
Corrigé de l'exercice IV

Energie nécessaire pour arracher 2 électrons à l'ion S^{2-}.

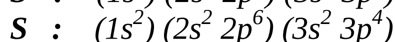


$$S^{2-} \longrightarrow S + 2e \quad E_I = ?$$

Les configurations électroniques et les groups de Slater correspondant pour S^{2-} et S :



S^{2-} : $(1s^2)\ (2s^2\ 2p^6)\ (3s^2\ 3p^6)$



S : $(1s^2)\ (2s^2\ 2p^6)\ (3s^2\ 3p^4)$

$E_i = E(S) - E(S^{2-})$

$E(S) = 2E(1s^2) + 8E(2s^2\ 2p^6) + 6E(3s^2\ 3p^4)$
$E(S^{2-}) = 2E(1s^2) + 8E(2s^2\ 2p^6) + 8E(3s^2\ 3p^6)$

Donc: $E_I = 6E(3s^2\ 3p^4) - 8E(3s^2\ 3p^6)$ $\quad (E_i = -13{,}6 \times Z^{*2}/n^{*2})$

- $E(3s^2\ 3p^4) = ?$
  $Z(3s^2\ 3p^4)^* = 16 – (5x0{,}35 + 8x0{,}85 + 2x1) = 5{,}45$
  $E(3s^2\ 3p^4) = -13{,}6 \times (5{,}45)^2/(3)^2$

  $\boldsymbol{E(3s^2\ 3p^4) = -44{,}88}$ ***ev***

- $E(3s^2\ 3p^6) = ?$
  $Z(3s^2\ 3p^6)^* = 16 – (7x0{,}35 + 8x0{,}85 + 2x1) = 4{,}75$
  $E(3s^2\ 3p^6) = -13{,}6 \times (4{,}75)^2/(3)^2$

  $\boldsymbol{E(3s^2\ 3p^6) = -34{,}09}$ ***ev***

D'ou finalement: $E_I = 6E(3s^2\ 3p^4) - 8E(3s^2\ 3p^6) = - 6 \times 44{,}88 + 8 \times 34{,}09$

$$\mathbf{E_I = 3{,}44\ ev}$$

Exercice V
Calculer l'énergie totale de l'atome du phosphore (Z=15).

Données : les valeurs des coefficients d'écran et celles de n.*

	1s	2s2p	3s3p	3d	4s4p	4d	4f	5s5p
1s	0,31							
2s2p	0,85	0,35						
3s3p	1	0,85	0,35					
3d	1	1	1	0,35				
4s4p	1	1	0,85	0,85	0,35			
4d	1	1	1	1	1	0,35		
4f	1	1	1	1	1	1	0,35	
5s5p	1	1	1	1	0,85	0,85	0,85	0,35

n	*1*	*2*	*3*	*4*	*5*
*n**	*1*	*2*	*3*	*3,7*	*4*

Corrigé de l'exercice V

Calculons l'énergie totale de l'atome du phosphore (Z=15).
Configuration électronique : $(1s^2)$ $(2s^2\ 2p^6)$ $(3s^2\ 3p^3)$

- Pour les électrons 1s :

  $Z(1s^2)^* = 15 – 0,31 = 14,69$
  $E(1s^2) = - 13,6 \times (14,69)^2/(1)^2 = - 2934,82$ ev

- Pour les électrons (2s2p) :

  $Z(2s^2 2p^6)^* = 15 – (7 \times 0,35 + 2 \times 0,85) = 10,85$
  $E(2s^2 2p^6) = -13,6 \times (10,85)^2/(2)^2 = - 400,25$ ev

- Pour les électrons (3s3p) :
  $Z(3s^2 3p^6)^* = 15 – (4 \times 0,35 + 8 \times 0,85 + 2 \times 1) = 4,8$
  $E(3s^2 3p^6) = -13,6 \times (4,8)^2/(3)^2 = - 34,81$ ev

  L'énergie totale de l'atome de phosphore est donc : $E_T = \sum E_i$

  E_T (P) = - (2 x 2934,82 + 8 x 400,25 + 5 x 34,81)
  = - (5869,64 + 3202 + 174,05)

E_T (P) = - 9245,7 ev